

**СУМСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ**

ЖУРНАЛ

**для лабораторних робіт з медичної хімії
студента 1 курсу медичного факультету**

I СЕМЕСТР

П.І.Б. _____

ГРУПА _____

Суми 2016

**Тематичний план лабораторно-практичних занять з
медичної хімії
для груп СМ на осінній семестр 2016/17- н.р.**

№ заняття	Тема	Бали	Кількість годин
<u>Змістовний модуль 1</u> КОМПЛЕКСООТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ. БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ			
1	Вхідний контроль. Інструктаж з техніки безпеки. Лабораторна робота № 1 «Терези та зважування»	3	2
2	Біогенні s-, p та d-елементи; біологічна роль, застосування в медицині.		2
3	Комплексні сполуки. Лабораторна робота № 2 «Комплексні сполуки».	3	2
4	Комплексоутворення в біологічних системах. Контрольна робота за змістовним модулем №1	10	2
Разом за змістовний модуль № 1		16	
<u>Змістовний модуль 2</u> КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ РОЗЧИНАХ			
5	Розчини неелектролітів. Значення розчинів. Кількісний склад розчинів. Способи вираження концентрації розчинів, приготування розчинів. (розв'язування розрахункових задач).		2

6	Колігативні властивості розчинів.		2
7	Водневий показник біологічних рідин.. Гідроліз солей. Кислотно–основна рівновага в організмі. Буферні системи, класифікація та механізм дії.		2
8	Основи титриметричного аналізу Лабораторна робота № 3 «Розчини».	3	2
9	Контрольна робота за змістовним модулем №2	25	2
Разом за змістовний модуль № 2		28	
<u>Змістовний модуль 3</u> ТЕРМОДИНАМІЧНІ ТА КІНЕТИЧІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ			
10	Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість перебігу хімічних процесів.		2
11	Кінетика біохімічних реакцій.		2
12	Хімічна рівновага. Контрольна робота за змістовним модулем №3	20	2
Разом за змістовний модуль № 3		20	
<u>Змістовний модуль 4</u> ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ТА ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНІ ЯВИЩА В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ. ФІЗИКО-ХІМІЯ ПОВЕРХНЕВИХ ЯВИЩ. ЛЮФОБНІ ТА ЛЮФІЛЬНІ ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ			
13	Окисно-відновні реакції. Лабораторна робота № 4 «ОВР».	3	2
14	ОВР. Визначення окисно-відновного потенціалу. Визначення електродних потенціалів.		2

15	Сорбція біологічно–активних речовин на межі поділу фаз. Іонний обмін. Хроматографія. Лабораторна робота № 5 «Методи добування і стійкість колоїдних розчинів».	3	2
16	Колоїдні розчини. Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка. Модульний контроль № 4	15	2
Разом за змістовний модуль № 4		21	
17	ЗАЛІК (ПКМ)	80	2
18	Узагальнення і систематизація знань з медичної хімії.		
	ОДЗ (обов'язкове індивідуальне завдання)	20	
	Робота під час лабораторно-практичних занять	15	
РАЗОМ		200	

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

ТЕРЕЗИ ТА ЗВАЖУВАННЯ

МЕТА РОБОТИ: Ознайомитися з лабораторним обладнанням та отримати навички роботи з ним, навчитися користуватися мірним посудом.

ОБЛАДНАННЯ, ПОСУД ТА РЕАКТИВИ: терези, бюкс, мірний циліндр, бюретка, піпетка Мора, хімічний стакан, вода дистильована.

ХІД РОБОТИ

1. Ретельно висушити пустий бюкс (за допомогою фільтрувального паперу) та зважити його, а одержані дані занести до таблиці.
2. Налити у мірний циліндр 10 мл дистильованої води, перелити її у бюкс та зважити. Результати занести до таблиці.
3. Воду вилити, бюкс висушити.
4. Дослід повторити 2-3 рази.
5. Відібрати бюреткою 10 мл дистильованої води, перелити її у бюкс та зважити.
6. Воду вилити, бюкс висушити.
7. Дослід повторити 2-3 рази.
8. Відібрати 10 мл дистильованої води піпеткою Мора, перелити воду у бюкс та зважити.
9. Воду вилити, бюкс висушити.
10. Дослід повторити 2-3 рази.
11. Навести порядок на робочому місці.
12. Провести необхідні розрахунки (розрахувати масу 10 мл води, об'єм якої було виміряно за допомогою мірного циліндру й обчислити її середнє значення; розрахувати масу 10 мл води, об'єм якої було виміряно за допомогою бюретки й обчислити її середнє значення; розрахувати масу 10 мл води, об'єм якої було виміряно за допомогою піпетки Мора й обчислити її середнє значення).



13. Розрахувати значення абсолютної похибки Π та відносної похибки σ , вважаючи теоретичну масу дистильованої води: $m_{\text{теор.}} = 10,00$ г за такими формулами:

$$\Pi = |m_{\text{теор.}} - m_{\text{практ.}}|; \quad \sigma = \frac{\Pi}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

14. Результати обчислень занести до таблиці 1.

Запис даних дослідів

Таблиця 1 – Дані зважування 10 мл дистильованої води, що була відміряна циліндром, бюреткою та піпеткою. Маса пустого бюкса: $m_{\text{бюкса.}} = \dots\dots$ г.

№	Циліндр		Бюретка		Піпетка	
	$m_{\text{бюкса}}$ з водою	$m_{\text{води}}$	$m_{\text{бюкса}}$ з водою	$m_{\text{води}}$	$m_{\text{бюкса}}$ з водою	$m_{\text{води}}$
1						
2						
3						
$m_{\text{сер.}}$						
Π						
σ						

15. На підставі одержаних результатів зробити висновок, за допомогою якого мірного посуду можна провести найбільш точні вимірювання:

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

МЕТА РОБОТИ: ознайомитися з різними типами комплексних сполук, дослідити їх властивості та способи добування.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: штатив з пробірками, розчини купрум(II) сульфату (0,5-1Н), барій хлориду (0,5Н), амоній гідроксиду (25%), калій гексаціаноферату(II) (0,5Н), ферум(III) хлориду (0,5Н), натрій гідроксиду(0,5Н) (або калій гідроксиду(0,5Н)), цинк(II) сульфату(0,5Н), хром(III) сульфату(0,5Н), олово.

ДОСЛІД 1 Одержання та дослідження комплексного аміаку-ту.

1.1 Одержати комплексні сполуки тетраамінкупруму (II). **а)** З цією метою у чисту пробірку влити 15-16 крапель розчину CuSO_4 і додати надлишок розчину амоніаку. Спостерігати ознаки хімічної реакції.

1.2. Одержаний розчин розділити на дві частини у пробірках **б)** До однієї з них додати 2-3 краплі розчину BaCl_2 і спостерігати ознаки реакції. **в)** У другу пробірку помістити шматочок олова і подивитися на результати взаємодії речовин через 10 хвилин.

Запис даних досліду

1.3 Вказати ознаки і скласти рівняння відповідних хімічних реакцій (для реакцій йонного обміну молекулярні та йонні рівняння).

а) взаємодії купрум(II) сульфату з надлишком амоній гідроксиду:

Ознака: _____

Формула йону, що спричиняє забарвлення розчину _____

б) взаємодії тетраамінокупрум(II) сульфату з барій хлоридом

Ознака: _____

в) _____

1.4 Скласти рівняння електролітичної дисоціації тетраамінокупрум(II) сульфату (первинної та вторинної) та записати вираз константи нестійкості комплексного йону.

1.5 Зробити висновок про склад і забарвлення, комплексного йону тетраамінокупруму(II) (порівняно з катіоном Купруму 2^+) та можливий спосіб його одержання:

ДОСЛІД 2 Комплексні сполуки в реакціях обміну

2.1 У дві пробірки внести по 4-5 крапель розчину $K_4[Fe(CN)_6]$.

2.2 а) До однієї пробірки додати таку ж кількість розчину $CuSO_4$.

2.3 б) До іншої пробірки долити 4-5 крапель розчину $FeCl_3$.

Запис даних досліду

2.4 Вказати ознаки і скласти рівняння відповідних хімічних реакцій (для реакцій йонного обміну молекулярні та йонні рівняння)

а) Ознака: _____

б) Ознака: _____

2.5 Зробити висновок про поведінку комплексних сполук в обмінних реакціях:

ДОСЛІД 3 Утворення гідроксокомплексів

3.1 Налити у пробірку 0,5 мл розчину $ZnSO_4$, до нього по краплях додавати 0,1 н розчин $NaOH$ до утворення осаду. До утвореного осаду до повного його розчинення додавати розчин $NaOH$.

3.2. Аналогічний дослід (*див. п. 3.1*) провести при поступовому додаванні $NaOH$ до розчину $Cr_2(SO_4)_3$.

Запис даних досліду

3.3 Скласти молекулярні рівняння реакцій, що супроводжувалися утворенням осадів, а для однієї з реакцій скласти також йонні рівняння, вказати забарвлення осадів:

3.4 Скласти молекулярні рівняння реакцій, що супроводжувалися розчиненням осадів, а для однієї з реакцій скласти також йонні рівняння, вказати забарвлення розчинів.

3.5 Скласти рівняння електролітичної дисоціації (первинної та вторинної) однієї з отриманих у **досліді 3** комплексних сполук (на вибір), та вираз константи нестійкості для її комплексного йону:

3.6 У висновку відзначити, які метали виявляють схильність до утворення гідроксокомплексів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

РОЗЧИНИ

МЕТА: набути вміння виготовляти розчини з відомою масовою часткою та ознайомитися з методом кислотно-основного титрування.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: шпатель, хімічний стакан, скляна паличка, мірний циліндр, терези, промивалка з дистильованою водою, набір ареометрів, колби конічні місткістю 30–50 мл, піпетки на 10 мл, бюретки, розчини: натрій гідроксиду (0,1Н), шлунковий сік, 1% спиртовий розчин фенолфталеїну, розчин метилоранжу, калій дихромат (крист.).

ДОСЛІД 1 Приготування розчину

1.1 Обчислити масу $K_2Cr_2O_7$ і об'єм води, необхідні для приготування 50 г розчину з вказаною для групи значенням масової частки _____.

1.2 Зважити розраховану масу солі у хімічному стакані та за допомогою мірного циліндру відміряти необхідний об'єм води.

1.3 Вилити у хімічний стакан з калій дихроматом відміряний об'єм води і ретельно перемішати скляною паличкою до повного розчинення кристалів солі.

1.4 За значеннями, наведеними у таблиці 1 вибрати теоретичне значення густини отриманого розчину і вибрати відповідний ареометр.

Таблиця 2 - Густина водних розчинів $K_2Cr_2O_7$

Концентрація розчину, %	Густина, г/см ³	Концентрація розчину, %	Густина, г/см ³
1	1,0052	6	1,0408
2	1,0122	7	1,0481
3	1,0193	8	1,0554
4	1,0264	9	1,0628
5	1,0336	10	1,0703

1.5 Перелити одержаний розчин у спеціальний циліндр і ареометром виміряти його густину.

Запис даних досліду

1.6 Вказати виміряну густину розчину з точністю до 0,001 г/мл:

$\rho_{\text{практ}} =$ _____ г/мл.

1.7 Порівняти отримане значення густини розчину з теоретичним. Розрахувати відносну похибку густини приготованого розчину.

$\rho_{\text{теор}} = 1,0 \dots \dots$ г/мл:

1.8 Розрахувати молярну концентрацію C_M

C_M _____

1.9 Зробити висновок про застосування розчинів різних видів концентрацій у лабораторній практиці

ДОСЛІД 2 Визначення кислотності шлункового соку

Принцип визначення кислотності шлункового соку (**ШС**) ґрунтується на титруванні вільної HCl та інших кислот $0,1\text{N}$ розчином NaOH .

Вміст вільної соляної кислоти у **ШС** визначають кількістю ml $0,1\text{N}$ NaOH , який було витрачено на титрування 100 ml **ШС** у присутності індикатора метилового оранжевого.

У нормі вміст вільної соляної кислоти становить **20-40** титриметричних одиниць.

Загальна кислотність **ШС** визначається кількістю ml $0,1\text{N}$ NaOH , який було витрачено на титрування 100 ml **ШС** у присутності індикатора – фенолфталеїну.

У нормі загальна кислотність становить **40-60** титриметричних одиниць.

Виконання досліду

2.1. Внести у конічну колбу сухою піпеткою 10 мл шлункового соку та додати по 2–3 краплі індикатору метилоранжу.

2.2 З бюретки, заповненої титрованим розчином NaOH (0,1N), поступово додавати розчин лугу у колбу з шлунковим соком до переходу забарвлення з рожевого до оранжевого. Розчин у колбі під час досліду слід весь час перемішувати легкими коловими рухами колби. Останні порції кислоти слід додавати по краплях.

2.3 Зробити відлік об'єму витраченого лугу з точністю до десятих. Витрачена кількість лугу (за метилоранжем) еквівалентна вмісту соляної кислоти у пробі шлункового соку.

2.4 Внести у колбу для титрування 5-8 крапель індикатору фенолфталеїну. Продовжити титрування розчином NaOH до переходу забарвлення до малинового, викликаного наявністю фенолфталеїну. Загальна кількість NaOH, витрачена на титрування шлункового соку (за фенолфталеїном) характеризує загальну кислотність шлункового соку.

2.5. Повторити титрування ще 2 рази і для розрахунку використати середні арифметичні значення. Результати титрувань внести до таблиці 3.

Таблиця 3 - Результати титрування ШС

№ титрування	Об'єм розчину NaOH, витрачений на титрування за метилоранжем	Об'єм розчину NaOH, витрачений на титрування за фенолфталеїном
1		
2		
3		

2.6 Розрахувати загальну кислотність ШС та вміст у ньому вільної соляної кислоти, скориставшись прикладом розрахунку

ПРИКЛАД РОЗРАХУНКУ: на титрування шлункового соку витрачено 3 мл 0,1 моль/л NaOH (за метилоранжем), і 5 мл 0,1 моль/л NaOH (за фенолфталеїном). Визначити загальну кислотність шлункового соку і вміст HCl у ньому. Загальна кислотність у перерахунку на 100 мл шлункового соку розраховується за такою пропорцією:

Вміст HCl у перерахунку на 100 мл шлункового соку розраховується за такою пропорцією:

$$\begin{array}{l} 10 \text{ мл шлункового соку} - 3 \text{ мл NaOH} \\ 100 \text{ мл} \qquad \qquad \qquad - x \text{ мл NaOH} \\ X = \frac{3 \times 100}{10} = 30 \text{ титриметричних одиниць} \end{array}$$

Загальна кислотність на 100 мл шлункового соку розраховується за такою пропорцією:

$$\begin{array}{l} 10 \text{ мл шлункового соку} - 5 \text{ мл NaOH} \\ 100 \text{ мл} \qquad \qquad \qquad - X \text{ мл NaOH} \\ X = \frac{5 \times 100}{10} = 50 \text{ титриметричних одиниць} \end{array}$$

Для довідки таблиця 3.

Таблиця 4 – Інтервал рН переходу забарвлення індикаторів

Номер п/п	Індикатор	Забарвлення		Інтервал рН змінювання забарвлення
		У кислому середовищі	У лужному середовищі	
1	Метилоранж	Рожеве	Жовте	3,1–4,4
2	Лакмус	Червоне	Синє	5,0–8,0
3	Фенолфталеїн	Безбарвне	Малинове	8,0–9,8

Висновок

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

МЕТА РОБОТИ: дослідити окисно-відновні реакції за участю типових окисників і вплив середовища на їх перебіг.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: мікрошпатель, пробірки, промивалка, калій нітрит, розчини: етилового спирту (95%), калій гідроксиду (0,5Н), сульфатної кислоти (1,89 г/см³, 2Н), калій гексаціаноферату(II) (0,5Н), калій дихромату(0,5Н), калій перманганату (0,5Н).

ДОСЛІД 1 Розклад амоній дихромату

У пробірку внести декілька мікрошпательів амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Нагрівати пробірку до початку розкладу амоній дихромату. Потім винести пробірку з полум'я і спостерігати ознаки хімічної реакції.

Запис даних дослідів

1.1. Написати рівняння реакції, що відбувається. Скласти електронний баланс і розставити коефіцієнти, зазначивши, який елемент є окисником, а який – відновником:

1.2. Зробити висновок, до якого типу ОВР відноситься проведена реакція.

ДОСЛІД 2 Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій

2.1 У три пробірки внести по 3-4 краплі розчину калій перманганату KMnO_4 .

2.2 Створити у кожній пробірці відповідне середовище, для чого у першу долити 2-3 краплі розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 ($\text{pH} < 7$), у другу – таку ж кількість дистильованої води H_2O ($\text{pH} = 7$), а у третю – стільки ж розчину калій гідроксиду KOH ($\text{pH} > 7$).

2.3 В усі пробірки послідовно додати по 2 мікрошпателя кристалічного калій нітриту KNO_2 і спостерігати за ознаками реакцій. Особливо уважно слід спостерігати за реакцією, що відбувається у лужному середовищі, оскільки початкове забарвлення в ній швидко змінюється внаслідок перебігу реакції диспропорціонування одержаної речовини.

Запис даних дослідів

2.4 Скласти рівняння реакцій відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному і лужному середовищах. Урахувати, по-перше, що калій нітрит в умовах дослідів окиснюється до калій нітрату, а по-друге, сполукам Мангану в

залежності від його ступеня окиснення притаманні різні забарвлення:

- перманганат-іон MnO_4^- в розведених розчинах має рожевий колір, який по мірі зростання концентрації змінюється до фіолетового;
- манганат-іон MnO_4^{2-} має яскраво зелене забарвлення;
- оксид MnO_2 – це нерозчинна сполука бурого кольору.

Скласти до кожної реакції електронний баланс, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

У кислому середовищі:

У нейтральному середовищі:

У лужному середовищі:

2.5 Скласти рівняння реакції диспропорціонування продукту відновлення калій перманганату в лужному середовищі:

2.6 Зробити висновок, яким чином реакція середовища у розчині впливає на характер відновлення перманганат-іону, та до якого типу належать розглянуті реакції.

ДОСЛІД 3 Відновлення калій дихромату етиловим спиртом

3.1 Внести в пробірку 5-6 крапель розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$; потім додати 2-3 краплі концентрованої сульфатної кислоти густиною 1,84 г/мл. Після цього налити у пробірку 4-5 крапель етилового спирту CH_3CH_2OH і спостерігати ознаки хімічної реакції.

Запис даних досліду

3.2. Скласти рівняння реакції відновлення калій дихромату етиловим спиртом до оцтового альдегіду CH_3COH . Скласти до реакції електронний баланс, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

3.3 Пояснити, чим обумовлюється зміна забарвлення розчину і поява запаху.

3.4 Зробити висновок про відновні властивості деяких органічних сполук і вказати на причину їх прояву.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

МЕТОДИ ОТРИМАННЯ ТА СТІЙКІСТЬ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ

МЕТА РОБОТИ: ознайомитися з найважливішими методами отримання та властивостями колоїдних розчинів.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: Пробірки, штативи для пробірок, аркуші фільтрувального паперу, гумова груша, піпетки, розчини: ферум(III) хлориду (0,1Н), калій гексаціаноферату(II) (0,1Н)

ДОСЛІД 1 Отримання, коагуляція золів і визначення знаку заряду колоїдних частинок

1.1 Отримання позитивно та негативно заряджених золів берлінської лазурі реакцією обміну (хімічна конденсація)

1.1.1 В одну пробірку налити 9 мл 0,1Н розчину ферум(III) хлориду і 1 мл 0,1Н розчину калій гексаціаноферату(II), перемішати. Спостерігати за ознаками хімічної реакції утворення золю берлінської лазурі. Потенціалвизначаючі йони Fe^{3+} , протийони Cl^- . Скласти формулу міцели.

1.1.2 В іншу пробірку налити 1 мл 0,1Н розчину ферум(III) хлориду і 9 мл 0,1Н розчину калій гексаціаноферату(II), перемішати. Спостерігати за ознаками хімічної реакції утворення золю берлінської лазурі. Потенціалвизначаючі йони $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, протийони K^+ . Скласти формулу міцели.

Запис даних досліду

№ пробірки	0,1Н FeCl ₃ (мл)	0,1Н K ₄ [Fe(CN) ₆] (мл)	Забарвлення золю	Висновок про заряд золю
1	9,0	1,0		
2	1,0	9,0		

Формула міцели позитивного золю:

Формула міцели негативного золю:

1.2 Визначення знака заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу

Нанести на аркуш фільтрувального паперу по 1 краплі отриманих у досліді 1.1 розчинів зольів берлінської лазури. Після всмоктування краплі золь, з позитивними частинками адсорбується на папері і утворює забарвлену у центрі і безбарвну по

краях пляму. Золь з негативним зарядом не адсорбується папером, а утворює рівномірно забарвлену пляму. Це пояснюється тим, що целюлозні стінки капілярів паперу заряджуються негативно, а просочуюча папір вода – позитивно.

Назва розділів, підрозділів, тем і основні питання, що розглядаються у курсі «Медична хімія»

Введення. Мета і задачі курсу

Роль хімії у підготовці лікарів. Екологія і медицина.

Біогенні s– та p–елементи; біологічна роль, застосування в медицині Загальні відомості про біогенні елементи. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини. Макроелементи, мікроелементи та домішкові елементи, органогени. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів в літосфері). Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.

Електронна структура та електронегативність s– і p–елементів. Типові хімічні властивості s–та p–елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). Зв'язок між місцезнаходженням s– та p–елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі. Застосування в медицині. Токсична дія сполук.

Якісні реакції на іони CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- .

Біогенні d–елементи, біологічна роль, застосування в медицині Метали життя. Електронна структура та електронегативність d–елементів. Типові хімічні властивості d–елементів та їх сполук (реакції зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення). Біологічна роль. Застосування в медицині. Токсична дія d–елементів та їх сполук.

Якісні реакції на йони Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ag^+ .

Комплексоутворення в біологічних системах Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Поняття про комплексоутворювач (центральний йон). Природа, координаційне число, гібридизація орбіталей комплексоутво-

рювача. Поняття про ліганди. Координаційна ємність (дентатність) лігандів. Внутрішня та зовнішня сфери комплексів. Геометрія комплексного йону. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів. Внутрішньо–комплексні сполуки. Поліядерні комплекси.

Залізо–, кобальто–, мідє– та цинковмісні біокомплексні сполуки. Поняття про металолігандний гомеостаз. Комплекси та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

Розчини неелектролітів Роль розчинів у життєдіяльності організмів. Класифікація розчинів. Розчинність речовин. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Способи приготування розчинів заданого складу.

Розчинність газів у рідинах. Залежність розчинності газів від тиску (закон Генрі-Дальтона), природа газу, розчинника і температури.

Розчинність речовин. Залежність розчинності від температури, природи розчиненої речовини і розчинника. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів. Закони Рауля. Ідеальні розчини. Зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчинів у порівнянні із розчинником. Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо–, гіпер– та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску у біологічних системах.

Розчини електролітів Сильні і слабкі електроліти. Електроліти в організмі людини. Ступінь і константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність і коефіцієнт активності.

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник рН. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі і патології.

Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації і температури. Константа гідролізу. Роль гідролізу в біохімічних процесах.

Буферні розчини, їх класифікація. Рівняння Гендерсо-

на-Гассельбаха. Механізм буферної дії. Буферна ємність. Буферні системи крові. Бікарбонатний буфер. Фосфатний буфер. Білкові буферні системи. Поняття про кислотно-лужний стан крові.

Хімічна термодинаміка Основні поняття хімічної термодинаміки: термодинамічна система (ізольована, закрита, відкрита, гомогенна, гетерогенна), термодинамічний процес (оборотний і необоротний). Живі організми – відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності. Енергія системи. Внутрішня енергія як функція стану системи. Робота і теплота – форми передачі енергії.

Перший початок термодинаміки. Ентальпія. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення. Закон Гесса. Енергетична характеристика біохімічних процесів.

Самочинні і несамочинні процеси. Другий початок термодинаміки. Ентропія. Абсолютні значення ентропії. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії напрямку самочинних процесів.

Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів. АТФ як первинне джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроенергетичні сполуки.

Кінетичні закономірності перебігу біохімічних процесів

Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей і механізмів біохімічних реакцій. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості. Порядок реакції. Молекулярність реакції.

Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.

Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).

Каталіз і каталізатори. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Механізм дії каталізаторів. Промотори і каталітичні отрути.

Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії

від температури та реакції середовища. Поняття про механізм дії ферментів. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту і субстрату. Активація та інгібування ферментів.

Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску. Концентрації речовини. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Електродні процеси їх біологічна роль та застосування в медицині Роль електрохімічних явищ в біологічних процесах. Електродні потенціали і механізм їх виникнення. Рівняння Нернста для обчислення електродних потенціалів. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. Вимір електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Гальванічні елементи.

Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності системи. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Еквівалент окисника та відновника. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення.

Колоїдні розчини. Грубодисперсні системи Організм як складна сукупність дисперсних систем. Класифікації дисперсних систем за ступенем дисперсності. Колоїдний сан. Ліофільні та ліофобні колоїдні системи. Будова колоїдних часток. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частки.

Методи одержання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, компенсаційний діаліз.

Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Броуновський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем.

Електрокінетичні явища. Електрофорез. Застосування електрофорезу в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів. Поріг коагуляції.

Правило Шульце–Гарді. Взаємна коагуляція. Процеси коагуляції при оістці питної води та стічних вод. Колоїдний захист.

Фізико–хімічні властивості розчинів біополімерів Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів. Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму. Драгливання розчинів ВМС. Механізм драгливання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драгливання. Тиксотропія. Синерезис. Дифузія в драглях. Висолування біополімерів з розчинів. Коацервація та її роль у біологічних системах. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.

Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів в водних розчинах

Фізико–хімія поверхневих явищ. Основи адсорбційної теорії. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхневий натяг рідин та розчинів. Ізотерма поверхневого натягу. Поверхнево–активні та поверхнево–неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе. Адсорбція на межі поділу рідина – газ, рідина – рідина, тверде тіло – газ. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево–активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран. Абсорбція на межі поділу тверде тіло–газ. Рівняння Ленгмюра. Абсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Фізична та хімічна адсорбція.

Іонний обмін. Хроматографія Адсорбція електролітів: специфічна (вибірنا) та іонообмінна. Правило Панета–Фаянса. Іонообмінники природні та синтетичні. Роль адсорбції та іонного обміну і процесах життєдіяльності рослин і організмів. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу за ознакою агрегатного стану фаз, техніки виконання та механізму розподілу. Адсорбційна, іонообмінна та розподільча хроматографія.

